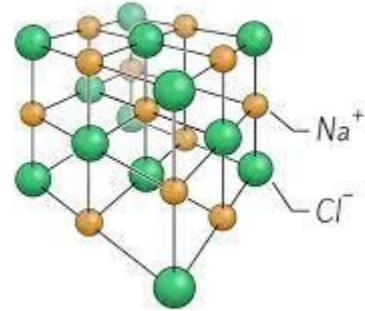


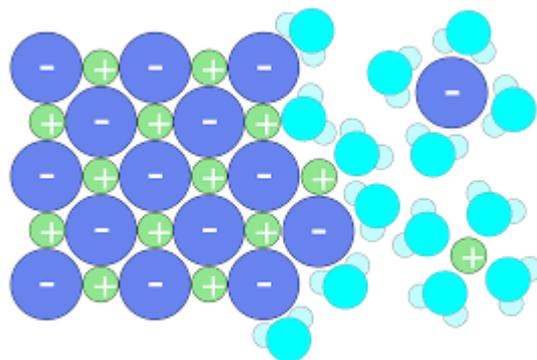
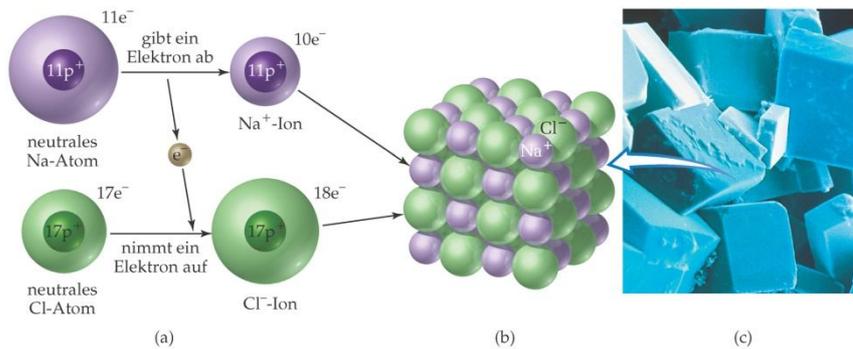


Salze und Metalle

Das Lernziel dieser Unterrichtseinheit beinhaltet folgende Punkte:



Was sind Salze, Kationen, Anionen, Ionenbindung, Ionenradius, Nomenklatur der Salze, physiologische Bedeutung einiger Salze, Paracelsus, Redox, Eigenschaften von Salzen, wie löst Wasser Salz auf, wie funktioniert der Trick mit Salzen im Winter, was ist eine Elektrolyse, was sind Metalle, elektrische Leitfähigkeit, Duktilität, Legierungen u. v. a.

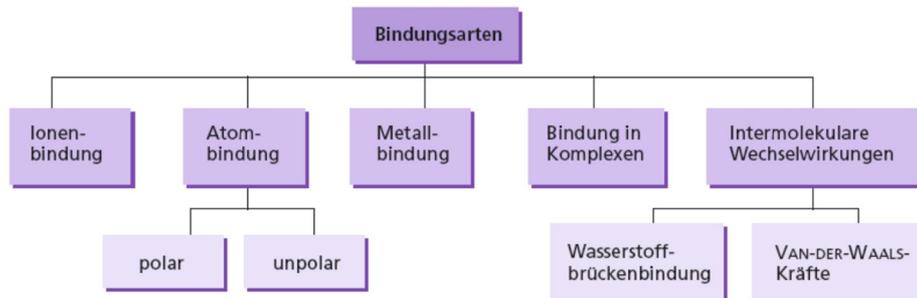




4 Salze

4.1 Bindungsarten und das Periodensystem

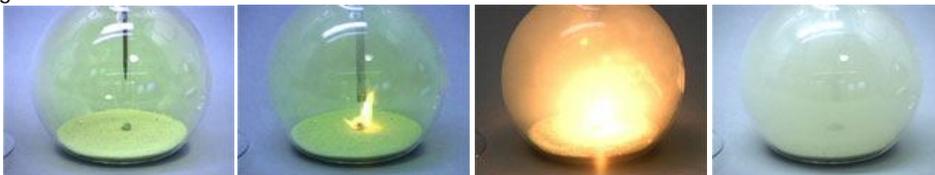
Im Unterricht wurde bisher erst die Atombindung (,kovalente Bindung') berücksichtigt. Die Bindungen zwischen den Atomen resp. zwischen den einzelnen Molekülen können aber folgendermassen erweitert werden:



Neu sind also die

4.2 Kochsalz (,NaCl')

Ein kleines Stück Natrium (Na) wird in eine mit gelbgrünem Chlorgas (Cl_2) gefüllte Glasflasche gegeben. Die Flasche enthält Sand, um eine Beschädigung des Glasbodens durch Hitze zu verhindern. Am Anfang findet keine Reaktion zwischen Na und Cl_2 statt. Durch einen Wassertropfen wird die Reaktion gestartet.



Bei Zimmertemperatur geschieht normalerweise keine Reaktion. Durch die Zugabe eines Wassertropfens wird die Oberflächenschicht aus z.B. Natriumoxid aufgelöst, Wasser reagiert mit Natrium, was zu einer Erhöhung der Temperatur führt. Dies ermöglicht dann Natrium die Reaktion mit Chlor, die stark exotherm verläuft. Das Reaktionsprodukt NaCl (Kochsalz) schlägt sich als Nebel an der Gefässwand nieder.





4.3 Bildung von Salzen



4.4 Namensgebung von Salzen

- Verbindungen, die aus zwei verschiedenen Elementen bestehen und Salze bilden enden auf -id. **Das Kation wird zuerst genannt, dann das Anion** (z.B. Natrium-Chlor-id = Natriumchlorid).
- Die Reaktionsmöglichkeiten der Elemente lassen sich aus dem PSE entnehmen. Alles was links steht (Metalle) gibt seine Valenzelektronen ab (die Anzahl ist aus der Gruppenzugehörigkeit zu entnehmen), damit wird die Oktettregel erfüllt. Alles was rechts steht (Nichtmetalle) nimmt so viele Elektronen auf, dass die Oktettregel erfüllt wird. Auch diese Zahl lässt sich aus der Gruppenzugehörigkeit entnehmen.
- Das Salz muss **nach aussen gesamthaft elektrisch neutral** sein. Daraus ergeben sich die Zahlenverhältnisse der Ionen. Für eine Reaktion von Magnesium mit Chlor heisst das: Magnesium 2. Hauptgruppe also 2 Valenzelektronen also Mg^{2+} ; Chlor 7. Hauptgruppe also 7 Valenzelektronen also Cl^- . Damit das Salz nach aussen neutral wird, müssen ein Mg^{2+} mit 2 Cl^- kombiniert werden. $MgCl_2$ heisst dann nicht Magnesium-di-chlorid sondern schlicht Magnesiumchlorid. Zahlenverhältnisse werden nicht verbalisiert, das wäre sonst eine Tautologie wie ein "schwarzer Rappe" oder ein "weisser Schimmel".
- Viele Übergangsmetallionen besitzen die Möglichkeit eine unterschiedliche Anzahl von Elektronen abzugeben z.B. Fe^{2+} und Fe^{3+} . Hier wird die Ladung in römischen Zahlen nach dem Elementnamen in () angegeben z.B. Eisen(II)-oxid Fe_2O_3 .

Element	Name des Anions	Verbindung	Formel
Fluor		Magnesiumbromid	
Chlor		Aluminiumoxid	
Brom		Eisen(II)-chlorid	
Jod		Eisen(III)-chlorid	
Sauerstoff		Natriumoxid	
Schwefel		Zinkiodid	
Kohlenstoff		Titan(IV)-carbid	
		Kupfer(I)-sulfid	
		Kupfer(II)-sulfid	



Namensgebung von Salzen Teil II

Die bisher besprochenen Ionen bezeichnet man als einkernige Ionen, da sie nur aus einem Element z.B. Cl^- , S^{2-} bestehen. Daneben gibt es jedoch auch Komplexionen, die aus mehreren Elementen aufgebaut sind z.B. SO_4^{2-} . Viele dieser Komplexionen leiten sich von Säuren ab. Ein Teilchen ist dann eine **Säure**, wenn es die Möglichkeit hat **H^+ -Ionen** (Protonen) an die Umgebung **abzugeben**.

Schwefelsäure: Sulfat-Ion

Kohlensäure: Carbonat-Ion

Phosphorsäure: Phosphat-Ion

Salpetersäure: Nitrat-Ion

Basen wiederum haben die Möglichkeit aus ihrer Umgebung ein **H^+ -Ion aufzunehmen**. Daraus resultieren Komplexkationen, von denen hier nur zwei aufgelistet sind.

Ammoniak NH_3 Ammonium-Ion NH_4^+

Ampholyt: Wasser kann als Säure als auch als Base fungieren:

Wasser: H_2O Hydroxid-Ion

H_2O Hydroxonium-Ion



4.5 Eigenschaften der Salze

4.5.1 Mechanisches Verhalten

Salzkristalle kann man leicht in Schichten spalten, wenn man mechanisch auf sie einwirkt. Die Sprödigkeit basiert auf dem Verschieben von Gitterebenen. Gleich geladene Ionen sind plötzlich benachbart, der Kristall bricht auseinander.

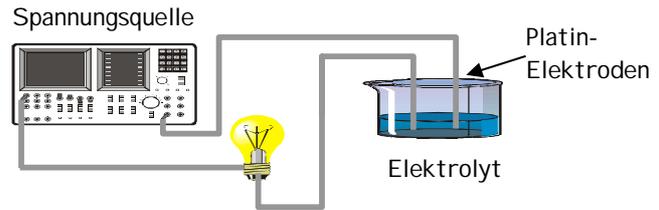
4.5.2 Schmelz- und Siedepunkte

Vergleich zwischen Molekülen und Salzen



4.5.3 Elektrische Leitfähigkeit von Salzen

Leitet reines Wasser den elektrischen Strom? Die Antwort auf diese Frage liefert eine sog. Leitfähigkeitsmessung. Zwei Platinelektroden werden in den zu untersuchenden Stoff getaucht (Elektrolyt), danach wird eine Gleichspannung angelegt und die Leitfähigkeit mit Hilfe einer Glühlampe getestet.



Leitfähigkeitsmessung

Destilliertes Wasser (reines Wasser)

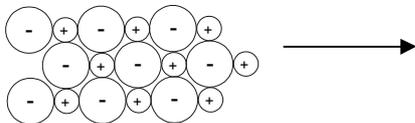
Salzlösung

Festes Salz

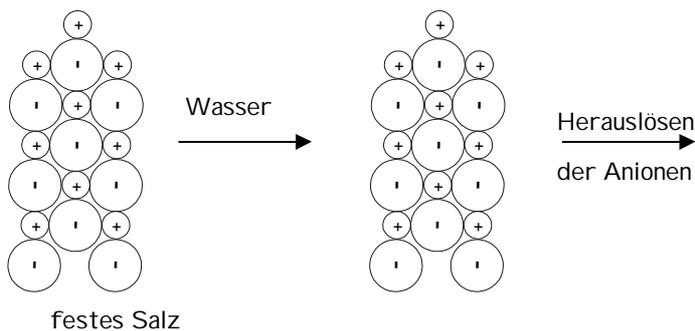
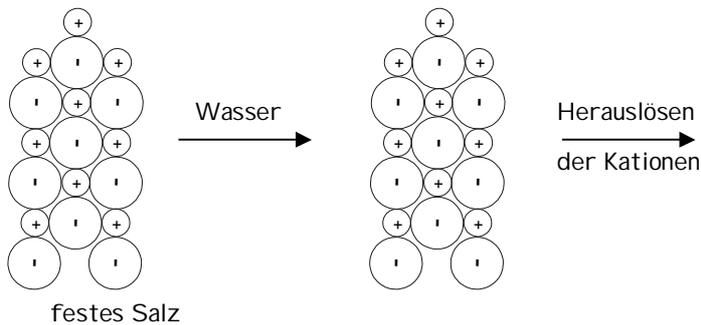
Salzschmelze

Wann ist ein Stoff elektrisch leitend?

Salzschmelze

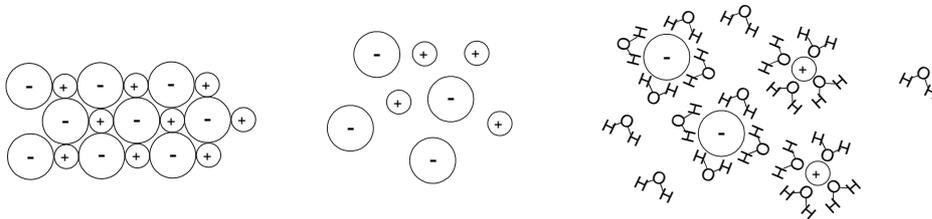


Salzlösung





4.5.4 Energetik des Lösens von Salzen

Lösen von NH_4Cl in WasserLösen von NaOH in Wasser

Das Auflösen von Salzen in Wasser lässt sich formell in zwei energetisch entgegengerichtete Prozesse unterteilen.

Die Energiebilanz des Lösungsvorgangs ergibt sich aus der Differenz zwischen der Summe der Hydratationsenthalpien und der Gitterenergie:

$$\begin{aligned} \text{Lösungsenthalpie} &= \sum \text{Hydratationsenthalpien} - \text{Gitterenergie} \\ \Delta H_L &= \sum \Delta H_H - \Delta E_G \end{aligned}$$

Somit ergeben sich zwei mögliche Szenarien:

- Die Summe der Hydratationsenthalpien ist grösser als die Gitterenergie, der Lösungsvorgang ist **exotherm**. Die Salze lösen sich unter Freisetzung der so genannten Lösungswärme.
- Im umgekehrten Fall, muss die zur Lösung notwendige Energie dem Lösungsmittel entzogen oder von aussen zugeführt werden, um die Gitterenergie zu überwinden. Der Lösungsvorgang ist **endotherm**.



4.5.5 Elektrolyse

Was passiert zwischen den Platinelektroden bzw. an den Elektroden, wenn die elektrische Leitfähigkeit eines Elektrolyten gemessen wird?



Elektrolyse einer CuCl_2 -Lösung



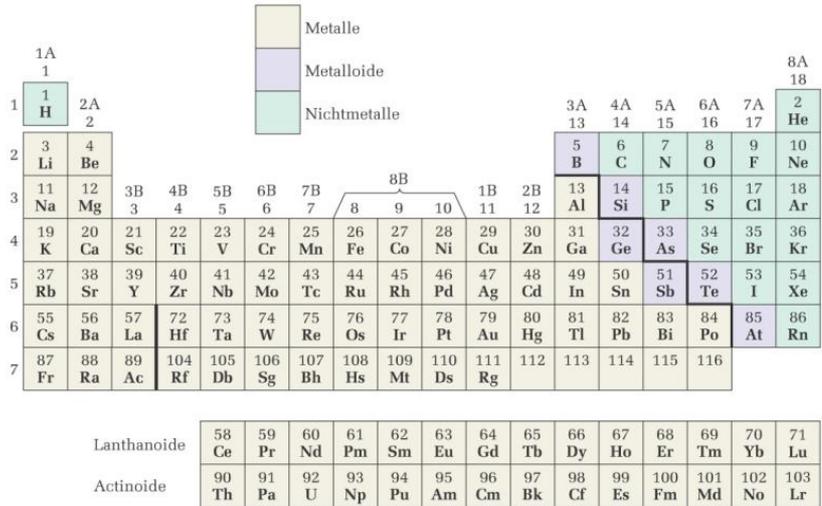
5 Metalle

Ein Blick auf das Periodensystem und dessen Einteilung zeigt die Bedeutung der Metalle.

- 17 Nichtmetalle, z.B. He
- 7 Halbmetalle, z.B. Si
- Ca 90 Metalle, z.B. Fe

Schon diese Tatsache legitimiert eine genauere Betrachtung der chemischen, physikalischen sowie biologischen Eigenschaften der Metalle.

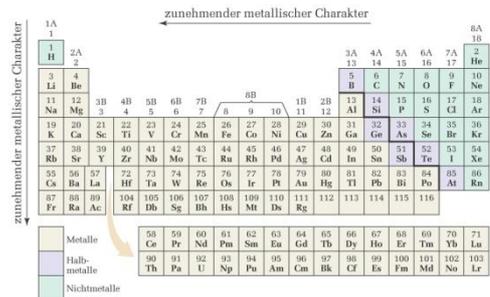
Die Metalle lassen sich in drei Gruppen einteilen:



Hinweis: Als Alkalien (arab. al qali = Pottasche) werden Substanzen bezeichnet, die mit Wasser alkalische Lösungen (Laugen) bilden. Zu dieser nicht eindeutig definierten Substanzgruppe zählen insbesondere die Oxide und Hydroxide der Alkali- und Erdalkalimetalle. Alkalien gehören zur Gruppe der Basen¹.

5.1 Physikalische metallische Eigenschaften

Es gibt 4 physikalische Eigenschaften, die alle Metalle aufweisen:





5.2 Metallbindung oder das Elektronengasmodell



5.3 Erklärung der metallischen Eigenschaften mit dem Elektronengasmodell



5.4 Legierungen

Die Bezeichnung Legierung² ist eine Sammelbezeichnung für metallische Gemische aus mindestens 2 Komponenten, von denen wenigstens eine ein Metall ist. Sie werden meist durch das Zusammenschmelzen der einzelnen Komponenten hergestellt.

Legierungen zeigen meist ganz andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe besonders bezüglich ihrer Härte und ihrer Schmelzpunkte. Die Zahl der Legierungen wird auf etwa 75000 geschätzt. 5 davon sind nachfolgend aufgeführt.

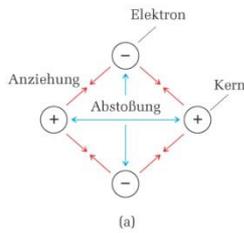
Legierung	Zusammensetzung	Eigenschaften
Bronze Messing	90% Cu, 10% Sn >52% Cu, Rest Zn	härter als reines Kupfer bei gleichzeitig niedrigerem Schmelzpunkt, fest, korrosionsbeständig
Amalgame	Hg, andere Metalle	Legierung mit Silber, Zinn und Kupfer für Dentaltechnik, hart, dauerhaft, nicht schrumpfend
Weissgold (585er)	58.5% Au, 41.5% Ni und Cu	härter als Gold, Farbveränderung
Nirosta-Stahl	Fe und u.a. 18% Cr, 8% Ni	Chrom verbessert die Korrosionsbeständigkeit und die Härte, zusammen mit Nickel verhindert es das Rosten, Nickel verbessert die Zähigkeit

² ligare (lat.) vereinigen



5.5 Übersicht der verschiedenen Bindungstypen

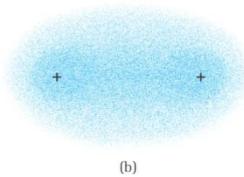
Kovalente Bindung



Die kovalente Bindung in H₂.

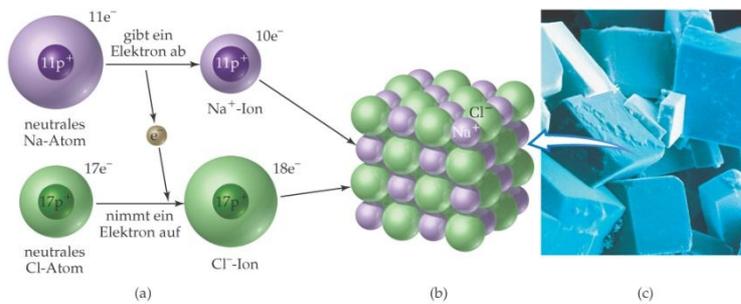
(a) Die Anziehungen und Abstoßungen zwischen Elektronen und Kernen im Wasserstoffmolekül.

(b) Elektronenverteilung im H₂-Molekül. Die Konzentration der Elektronendichte zwischen den Kernen führt zu einer Nettoanziehungskraft, die die kovalente Bindung erzeugt, die das Molekül zusammenhält.



Beispiel: Br₂, H₂O, NH₃, CH₄, C₆H₁₂O₆, ...

Ionische Bindung



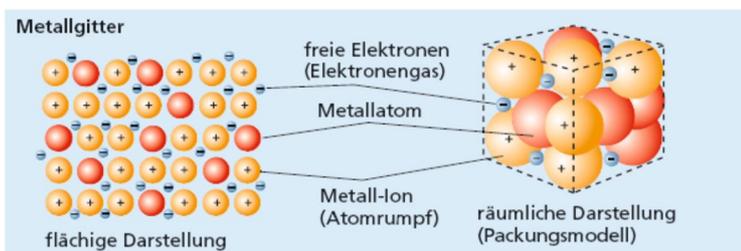
Die Bildung einer ionischen Verbindung. (a) Durch die Übertragung eines Elektrons von einem neutralen Na-Atom auf ein neutrales Cl-Atom werden ein Na⁺-Ion und ein Cl⁻-Ion gebildet.

(b) Anordnung der Ionen in festem Natriumchlorid (NaCl).

(c) Natriumchloridkristalle.

Beispiel: NaCl, CaCO₃, NH₄Cl, MgO ...

Metallische Bindung



Elektronengasmodell. Schematische Darstellung des Elektronengas-modells der Elektronenstruktur von Metallen.

Beispiel: Fe, Ni, Cu ...

**Übung**

Teilchen	Beteiligte Elemente	Bausteine	Bindungsarten	Festkörper ist ein ...	Beispiele
Molekül					
Salz					
Metall					

Fülle die Lücken mit folgenden Begriffen:

Beteiligte Elemente: Nichtmetallelemente / Metall- und Nichtmetallelemente / Metallelemente

Bausteine: Ein- und mehratomige Ionen / Atome mit freien Valenzelektronen /
Atome mit lokalisierten Valenzelektronen

Bindungsarten: Metallbindung / Ionenbindung zwischen den Ionen, Elektronenpaarbindung in
den mehratomigen Ionen / Elektronenpaarbindung im Molekül,
zwischenmolekulare Kräfte im Festkörper

Festkörper ist ein ... Molekülgitter / Metallgitter / Salzgitter

Beispiele H_2O , Cu, Fe, LiBr, NaCl, NH_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CaCO_3 , Ag, alle Legierungen, HF